

## Objectifs

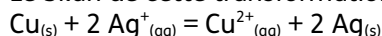
→ À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.

→ Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.

### 1. Exemple : l'arbre de Diane

- Un fil de cuivre placé dans une solution de nitrate d'argent se recouvre de métal argent alors que la solution se colore en bleu.

Le bilan de cette transformation est :

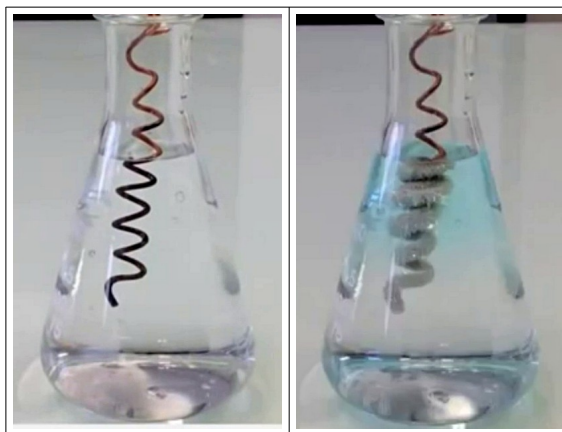


Il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction ou réaction redox.

- Le chimiste l'interprète par un échange d'électrons :

Le cuivre cède des électrons selon :  $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

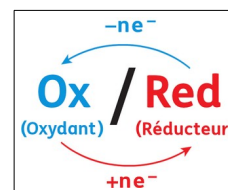
Les ions argent captent des électrons :  $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- = \text{Ag}_{(s)}$



On parle de demi-équation redox.

### 2. Modélisation

- Un couple redox Ox/Red est défini en écrivant la demi équation d'échange d'électrons entre l'oxydant Ox et le réducteur Red :  $\text{Ox} + n e^- = \text{Red}$ , où n est le nombre d'électrons échangés.



- La transformation qui forme l'oxydant est une oxydation : le réducteur est oxydé. La transformation qui produit le réducteur est une réduction : l'oxydant est réduit.

- Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons. Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

### 3. Équilibrer des demi-équations redox

- Certaines demi-équations redox s'équilibrent facilement :

↳ Couple Ion cuivre II / Cuivre métallique,  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)} : \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$

↳ Couple Fer III / Fer métallique,  $\text{Fe}^{3+}_{(aq)} / \text{Fe}_{(s)} : \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3 e^- = \text{Fe}_{(s)}$

- Dans l'exemple suivant, il s'agit d'écrire la demi-équation redox du couple  $\text{MnO}_4^-_{(aq)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$ .

① On écrit de part et d'autre les deux partenaires du couple, et on assure la conservation des éléments autres que l'hydrogène et l'oxygène.



↳ Ici, chaque espèce possède un unique atome de manganèse. Il n'est donc pas nécessaire d'ajuster avec des coefficients stœchiométriques.

② On étudie les réactions redox en phase aqueuse. L'eau est donc toujours présente dans le milieu. On assure la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau H<sub>2</sub>O.



↳ L'ion permanganate possède quatre atomes d'oxygène, la molécule d'eau un seul. On ajoute donc quatre molécules d'eau pour avoir le même nombre d'atomes d'oxygène de part et d'autre.

③ On assure la conservation de l'élément hydrogène avec des protons H<sup>+</sup>. Cela sous entend que l'on travaille en milieu acide.



↳ Une molécule d'eau possède deux atomes d'hydrogène. Puisqu'il y a quatre molécule d'eau à droite de la double flèche, on ajoute huit protons à gauche pour assurer la conservation en élément hydrogène.

④ Enfin, on assure la conservation de la charge électrique avec des électrons e<sup>-</sup>.



↳ À gauche, il y a initialement une charge négative et huit charges positives, soit un total de sept charges positives. À droite, on dénombre uniquement deux charges positives. On ajoute 5 électrons à gauche pour rétablir la conservation de la charge.

#### 4. Réaction redox

---

- L'électron n'existe pas à l'état isolé dans la nature. Aussi :

↳ la demi-équation ne correspond à aucune réalité chimique, on parle d'équation « formelle »

↳ l'échange d'électrons met toujours en jeu un second couple redox.

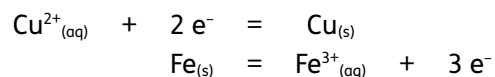
**Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre les réactifs : l'oxydant d'un couple redox reçoit les électrons cédés par le réducteur d'un autre couple redox.**

#### 5. Écrire des équations redox

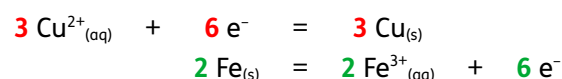
---

- On observe au laboratoire que l'ion cuivre II Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> réagit avec le fer métallique Fe<sub>(s)</sub> pour former du cuivre métallique Cu<sub>(s)</sub> et des ions fer III Fe<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>. Pour écrire l'équation bilan décrivant cette transformation redox, il faut combiner les demi-équations des deux couples mis en jeu.

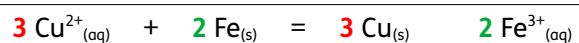
① On réécrit les demi-équations mises en jeu en plaçant les réactifs (Ion Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> et métal Fe<sub>(s)</sub>) à gauche :



② Le nombre d'électrons captés par l'oxydant (Ion Cuivre II) doit être égal au nombre d'électrons libérés par le réducteur (Fer métallique) Pour cela, la demi équation du couple Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub> / Cu<sub>(s)</sub> est multipliée par **× 3** ; celle du couple Fe<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub> / Fe<sub>(s)</sub> par **× 2**. Un total de six électrons est échangé.



③ On additionne les demi-équations réécrites, les électrons n'apparaissent plus dans le bilan final.



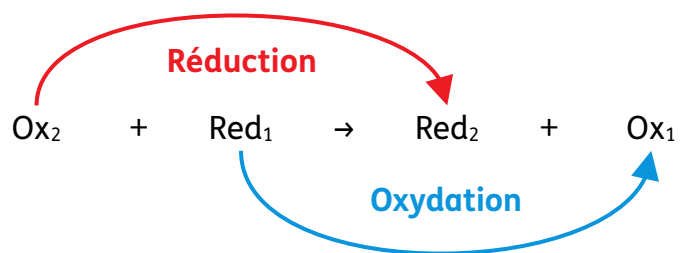
- L'ion cuivre II a été réduit ; le fer métallique a été oxydé.

↳ On dit que l'ion cuivre II oxyde le fer métallique ; que le fer métallique réduit l'ion cuivre II.

## 6. Un peu de vocabulaire

---

Soient les couples redox  $Ox_1 / Red_1$  et  $Ox_2 / Red_2$ . Ces deux couples donnent lieu à la transformation redox suivante :



- Lors de cette transformation redox, on peut dire que :
  - ↳ L'oxydant (du couple 2) est réduit par le réducteur (du couple 1) pour former le réducteur (du couple 2)
  - ↳ Le réducteur (du couple 1) est oxydé par l'oxydant (du couple 2) pour former l'oxydant (du couple 1)